كلاميات الكيمياء

الملزمة الوزارية

2020

الاستاذ
حسن النعيمي
07700070981

السادس العلمي
(الاحيائي)

@Alnaemi



الاستاذ حسن النعيمي



الفصل الاول (الثرموداينمك)

الثرموداينمك : علم يهتم بدراسة الطاقة وتحولاتها ويهدف نحو تحويل اكبر قدر ممكن من الطاقة الحرارية الناتجة من احتراق الوقود الى أنواع أخرى من الطاقة مثل تحويل الطاقة الحرارية الى الطاقة الميكانيكية للاستفادة منها في عمل المحركات.

س/ ما هي الظواهر التي يفسرها علم الثرموداينمك ؟

1- سبب حدوث التفاعلات الكيميائية.
2- التنبؤ بحدوث التغييرات الكيميائية والفيزيائية عندما توجد مادة او اكثر تحت شروط معينة.
3- حدوث بعض التفاعلات التلقائية وغير التلقائية عند نفس الظروف.
4- سبب حدوث الطاقة المصاحبة للتفاعلات الكيميائية.

س/ لا يهتم علم الثرموداينمك بعامل الزمن الذي يستغرقه التفاعل.

ج/ وذلك لان علم الثرموداينمك ينبئ فقط عن امكانية حدوث التفاعل من عدمه دون ان يبين سرعة حدوث هذا التغير.

تقسم الطاقة الى نوعين:

الطاقة الكامنة : تشمل الطاقة الكيميائية المخزونة في جميع انواع المواد وجميع انواع الوقود.
الطاقة الحركية : تشمل طاقة جميع الاجسام المتحركة مثل الجزيئات والماء المتحرك وكذلك السيارات والطائرات.

القانون الاول في علم الثرموداينمك : الطاقة لا تفنى ولا تستحدث من العدم ولكن يمكن تحويلها من شكل الى اخر.

النظام المفتوح : هو النظام الذي تكون فيه الحدود بين النظام والمحيط تسمح بتبادل مادة النظام وطاقته مثل اناء معدني مفتوح يحتوي ماء مغلي.

النظام المغلق : هو النظام الذي تكون فيه الحدود بين النظام والمحيط تسمح بتبادل الطاقة فقط ولا تسمح بتغير مادة النظام مثل اناء معدني مغلق يحتوي ماء مغلي.

النظام المعزول : هو النظام الذي لا تسمح حدوده بتبادل الطاقة ولا المادة مثل الثرموس.

س/ عدد انواع النظام مع مثال لكل نوع.

- **النظام المفتوح :** مثل اناء معدني مفتوح يحتوي على ماء مغلي.
- **النظام المغلق :** مثل اناء معدني مغلق يحتوي على ماء مغلي.
- **النظام المعزول :** مثل الثرموس.

علل/ لا تجف الملابس المبللة عند وضعها في حقائب مغلقة ولكنها تجف عند نشرها على حبل الغسيل .

ج/ لان حبل الغسيل يكون بمثابة نظام مفتوح اي يسمح بتبخر سائل الماء بينما الحقائب تمثل نظام مغلق لا يسمح بتبخر سائل الماء العالق بالملابس .

س/ قارن بين السعة الحرارية والحرارة النوعية مع ذكر الوحدات ؟ او عرف

السعة الحرارية : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة مقدارها غرام من أي مادة درجة سليزية واحدة ووحدتها ($J/^{o}C$) .

الحرارة النوعية : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة مقدارها غرام واحد من أي مادة درجة سيليزية واحدة ووحدتها ($J/g.^{o}C$) .

التغير في الانثالي ΔH : هي دالة حالة ثرموداينمكية وخاصة شاملة تمثل كمية الحرارة الممتصة او المتحررة المقاسة بثبوت الضغط (الضغط الجوي) ويرمز لها بالرمز H ولا يمكن قياس القيم المطلقة لها لانها دالة حالة.

دالة الحالة : هي تلك الخاصية او الكمية التي تعتمد على الحالة الابتدائية للنظام قبل التغير والحالة النهائية للنظام بعد التغير بغض النظر عن الطريق او المسار الذي تم من خلاله التغير ومن امثلة دالة الحالة الانثالي والانتروبي وطاقة كبس الحرارة .

س/ اعطي مثال على كميتان تعدان دالة حالة ومثال على دالة المسار (دالة غير حالة) .

ج/ الانثالي والانتروبي والطاقة الحرة دوال حالة بينما الحرارة والشغل فهي ليست دوال حالة لانها لا تعتمد على المسار والخطوات التي تم من خلالها التغير.

علل/ الانثالي يعتبر دالة حالة وهي خاصية شاملة ؟

الجواب : لانها تعتمد على كمية المادة فالتغير في انثالي تفاعل 2mole من المادة يساوي ضعف التغير في انثالي تفاعل 1mole من المادة نفسها .

علل/ لا تعتبر الحرارة (H) والشغل دالة حالة ؟

ج/ لانها تتغير بتغير الظروف التجربة اي ترتبط بمسار وخطوات التغير.

س/ قارن بين الخواص الشاملة والخواص المركزة مع ذكر الامثلة.

الخواص الشاملة : وهي تشمل جميع الخواص التي تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الكتلة والحجم والسعة الحرارية والانثالي والانتروبي والطاقة الحرة .

الخواص المركزة : وهي تشمل جميع الخواص التي لا تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الكثافة ودرجة الحرارة والحرارة النوعية.

- الخواص المركزة تشمل جميع الخواص التي لا تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام.
- تقسم الخواص العامة للمواد الى خواص شاملة و خواص مركزة.

المسعر الحراري : هو جهاز يستخدم لقياس انثالي التفاعلات (الماصة والباعثة) حيث توضع فيه المواد المتفاعلة ويحيط بها كمية من الماء معروفة الكتلة ويكون معزولا عزلا جيدا عن المحيط .

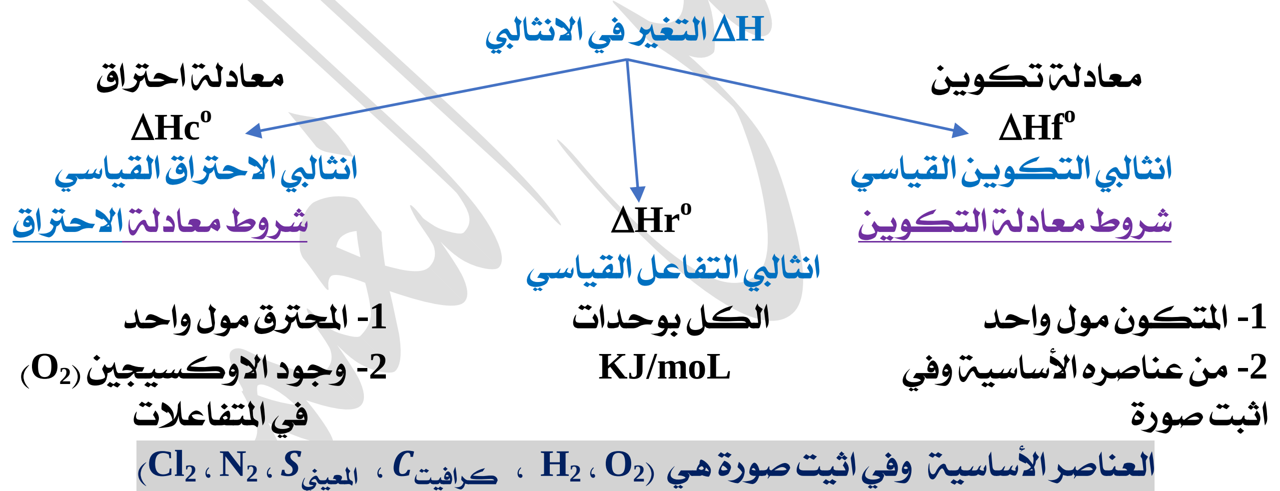


انثالبي التكوين القياسية ΔHf^o : هي الحرارة اللازمة لتكوين مول واحد من أي مركب من عناصره الأساسية المتواجدة باثبت صورها في الظروف القياسية ($25C^o$ وضغط 1atm).

انثالبي الاحتراق القياسية ΔHc^o : هي الحرارة المتحررة من حرق مول واحد من أي مركب حرقا تاما في الاوكسجين في الظروف القياسية ($25C^o$ وضغط 1atm) ويرمز لها ΔH^o_c.

علل/ يجب ذكر الحالة الفيزيائية للمواد الداخلة في التفاعل.
ج/ بسبب ان كمية الحرارة الممتصة او المتحررة تتغير بتغير الحالة الفيزيائية للمادة.

س/ ماذا تعني ظروف التفاعل القياسية في الكيمياء الحرارية
وما هي أوجه الاختلاف عن الظروف القياسية (STP) التي تستخدم في الغازات ؟
ج/ الظروف القياسية في الكيمياء الحرارية هي درجة الحرارة $25C^o$ (298K) وضغط 1atm .
الظروف القياسية في الغازات هي درجة الحرارة $0C^o$ (273K) وضغط 1atm .



س/ متى يكون $\Delta Hf^o = \Delta Hr^o$ ، بين ذلك مع مثال.
ج/ عندما يكون المتكون مول واحد من المادة الناتجة ومن عناصرة الاساسية وفي اثبت صورة.
مثال على ذلك $C_{(gra)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$

علل/ ΔH^o_r للتفاعل الغازي $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$ لا تساوي ΔH^o_f لـ H_2O ؟
ج : (وذلك لانه عدد مولات المادة المتكونة H_2O لا تساوي 1 mole)

علل/ $\Delta Hr^o \neq \Delta Hc^o$ للالمنيوم في التفاعل $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$.
ج/ لان عدد مولات المادة المحترقة لا تساوي مول واحد.

علل / ظهور كسور في المعادلات الحرارية.
ج/ بسبب كتابة المعادلة الكيميائية التي تمثل تكوين مول واحد من المركب لذا نلجا لتغير عدد المولات المواد المتفاعلة.

قانون هيس : عند تحويل المتفاعلات الى نواتج فان التغير في انثالبي التفاعل هو نفسه سواء تم التفاعل في خطوة واحدة او سلسلة من الخطوات .
فائدته : تكمن في إمكانية قياس انثالبي التفاعلات التي لا يمكن قياسها بشكل مباشر لكون حدوثها غير ممكن لبطئها او لتكون نواتج جانبية .

انثالبي التغيرات الفيزيائية

$\Delta H_{(vap)}$ انثالبي	$\Delta H_{(cond)}$ انثالبي	$\Delta H_{(fus)}$ انثالبي الانصهار	$\Delta H_{(cryst)}$ انثالبي تبلور
$\Delta H_{(vap)} = - \Delta H_{(cond)}$		$\Delta H_{(fus)} = - \Delta H_{(cryst)}$	

س : اذا علمت ان انثالبي التبخر للامونيا تساوي 23KJ/mol احسب انثالبي التكثيف للامونيا ؟
الحل : وبما ان عملية التكثيف هي عكس عملية التبخر أي ان

$\Delta H_{(cond)} = - \Delta H_{(vap)} = -23KJ/mol$

س : اذا علمت ان انثالبي الانصهار لحامض الخليك الثلجي تساوي 5.11KJ/mol احسب انثالبي الانجماد لهذا الحامض ؟
الحل : وبما ان عملية الانجماد هي عكس عملية الانصهار أي ان

$\Delta H_{(cryst)} = - \Delta H_{(fus)} = -5.11KJ/mol$

س: ماذا تعني العملية التلقائية وغير التلقائية وضح ذلك ثم اعط مثالين لكل من العمليات التلقائية وغير التلقائية .
ج/ العملية التلقائية : هي عملية فيزيائية او كيميائية يمكن ان تحدث من تلقاء نفسها عند ظروف معينة دون تأثير خارجي . ومن الأمثلة عليها :
1- سقوط الماء من اعلى الشلال . 2- ذوبان قطعة السكر في الماء .

العملية الغير تلقائية : هي العملية التي لا يمكن ان تجري بشكل تلقائي في ضل الظروف نفسها.
ومن الأمثلة على غير التلقائية :
1- تسلق قمة جبل ايفرست 2- تجمع السكر الى شكله الابتدائي .
- انتشار رائحة العطر في الغرفة بعد رفع غطاء قنينة العطر عملية تلقائية.

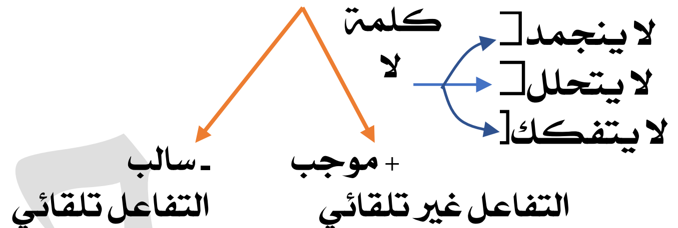
الانتروبي : هي دالة حالة ثرموداينمكية تعتبر مقياس درجة للعشوائية او لا انتظام النظام الثرموداينمكي ويرمز لها بالحرف (S) . ووحداته هي J/K.mol .

طاقة كبس الحرة (ΔG) : هي دالة حالة ثرموداينمكية تتيح لنا التنبؤ بتلقائية التفاعل وتمثل الطاقة العظمى التي يمكن الحصول عليها من قياس التغير في الانتروبي والانثالبي.

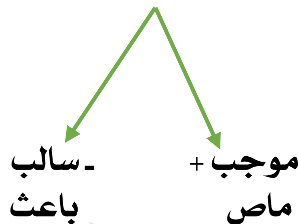
س/ عرف طاقة كبس الحرة للتكوين القياسية وما هي وحداتها ؟
الجواب : هي مقدار التغير في الطاقة الحرة عند تكوين مول واحد من أي مركب من عناصره الأساسية بأثبت صورها عند الظروف القياسية عند حرارة $25C^o$ وضغط 1atm ويرمز لها ΔG_f^o ووحداتها Kj/mol .

علاقة كبس ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$)

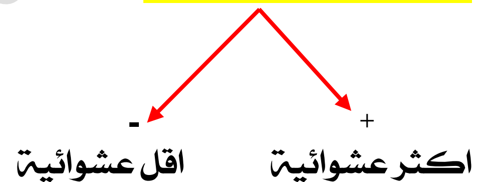
ΔG طاقة كبس الحرة



ΔH التغير في انثالبي



ΔS التغير في الانتروبي



$\Delta S = +$ اكثر عشوائية	$\Delta S = -$ اقل عشوائية
تحول المادة من الحالة غاز ← سائل ← صلب (g) (L) (s) كل كلمة تحلل او تفكك او تسخين او انصهار ذوبان أي مادة	تحول المادة من الحالة صلب ← سائل ← غاز (s) (L) (g) كل كلمة انجماد او تبريد ذوبان غاز فقط

علل كل مما يأتي وفق علاقة كبس مع امثلة إضافية أخرى

1ـ عملية انصهار الجليد تلقائية بالظروف الاعتيادية.	2ـ لا يتحلل الماء الى عناصره الأولية بالظروف الاعتيادية.
ج/ 1ـ ΔG= (-) التفاعل تلقائية. 2ـ ΔH = (+) التفاعل ماص للحرارة. 3ـ ΔS = (+) التفاعل اكثر عشوائية. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ - = (-اكبر) + = (+) − (+) والحد $T\Delta S$ > من الحد ΔH.	ج/ 1ـ ΔG = (+) التفاعل غير تلقائي. 2ـ ΔH = (+) التفاعل ماص للحرارة. 3ـ ΔS = (+) التفاعل اكثر عشوائية. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ + = (-اصغر) + = (+) − (+) والحد $T\Delta S$ < من الحد ΔH.

3ـ يذوب غاز SO_2 في الماء ويبعث حرارة عالية.	4ـ لا يتجمد الماء بالظروف الاعتيادية.
ج/ 1ـ ΔG = (-) التفاعل تلقائي. 2ـ ΔH = (-) التفاعل باعث للحرارة. 3ـ ΔS = (-) التفاعل اقل عشوائية. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ - = (+ اصغر) - = (-) − (-) والحد $T\Delta S$ < من الحد ΔH.	ج/ 1ـ ΔG = (+) التفاعل غير تلقائي. 2ـ ΔH = (-) التفاعل باعث للحرارة. 3ـ ΔS = (-) التفاعل اقل عشوائية. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ + = (+ اكبر) - = (-) − (-) والحد $T\Delta S$ > من الحد ΔH.

5ـ تفكك أوكسيد الزئبق II تلقائي دائما بدرجات الحرارة العالية.

ج/ 1ـ ΔG = (-) التفاعل تلقائي.

2ـ ΔH = (+) التفاعل ماص للحرارة.

3ـ ΔS = (+) التفاعل اكثر عشوائية.

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$□

- = (-اكبر) + = (+) − (+)

والحد $T\Delta S$ < من الحد ΔH.

6ـ لا تتفكك كاربونات الكالسيوم بالحرارة الاعتيادية.

ج/ 1ـ ΔG = (+) التفاعل غير تلقائي.

2ـ ΔH = (+) التفاعل ماص للحرارة.

3ـ ΔS = (+) التفاعل اكثر عشوائية.

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$□

+ = (-اصغر) + = (+) − (+)

والحد $T\Delta S$ > من الحد ΔH.

7/ عملية انجماد الماء تلقائية بدرجات الحرارة المنخفضة.

ج/ 1ـ ΔG = (-) التفاعل تلقائي.

2ـ ΔH = (-) التفاعل باعث للحرارة.

3ـ ΔS = (-) التفاعل اقل عشوائية.

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$□

- = (+ اصغر) - = (-) − (-)

والحد $T\Delta S$ < من الحد ΔH.

8/ عملية الندى عملية تلقائية في فصل الشتاء

ج/ 1ـ ΔG = (-) التفاعل تلقائي.

2ـ ΔH = (-) التفاعل باعث للحرارة.

3ـ ΔS = (-) التفاعل اقل عشوائية.

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$□

- = (+ اصغر) - = (-) − (-)

والحد $T\Delta S$ > من الحد ΔH.

9/ يتحلل الاوزون الى الاوكسجين تلقائيا بالظروف الاعتيادية.

ج/ 1ـ ΔG = (-) التفاعل تلقائي.

2ـ ΔH = (-) التفاعل باعث للحرارة (الاوزون حالة خاصة)

3ـ ΔS = (+) التفاعل اكثر عشوائية.

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$□

- = (-) - = (+) − (-)

العملية تلقائية دائما.

10/ بعض الاملاح تذوب في الماء تلقائيا بالرغم من ان عملية ذوبانها تصاحبها امتصاص حرارة.

ج/ 1ـ ΔG = (-) التفاعل تلقائي.

2ـ ΔH = (+) التفاعل ماص للحرارة.

3ـ ΔS = (+) التفاعل اكثر عشوائية.

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$□

- = (-اكبر) + = (+) − (+)

والحد $T\Delta S$ < من الحد ΔH.

11/ لا يتم انجماد الماء تلقائيا في درجات الحرارة الاعتيادية فسر ذلك وفق علاقة كبس.

ج/ ΔH = (-) التفاعل ماص للحرارة

ΔS = (-) اقل عشوائية

ΔG = (+) التفاعل غير تلقائي

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

(-) - - =

+ = (+اكبر) - =

والحد $T\Delta S$ < من الحد ΔH

12/ التفاعل التالي الباعث للحرارة $NH_{3\,(g)} + HCl \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$ بين في ضوء علاقة كبس متى يكون التفاعل تلقائي وهل لتغير درجة الحرارة تاثير على تلقائية التفاعل.

ج/ ΔH = (-) التفاعل باعث للحرارة

ΔS = (-) اقل عشوائية

ΔG = (-) التفاعل تلقائي عند خفض درجة الحرارة ($\Delta H > T\Delta S$)

ΔG = (+) التفاعل غير تلقائي عند رفع درجة الحرارة ($\Delta H < T\Delta S$)



س: تنبأ اذا كان التغير في الانتروبي ΔS اكبر او اقل من الصفر للعمليات التالي ؟
أ) تجمد كحول المثيل. ب) تبخر سائل البروم.
جـ) ذوبان الكلوكوز في الماء. د) تبريد غاز النترجين من $80C^o$ الى $20C^o$.

الأجوبة: أ) الانجماد تعني تحول من الحالة السائلة الى الصلبة لذا تكون الجزيئات اكثر انتظاما لذا التغير في الانتروبي اصغر من الصفر ($\Delta S < 0$).
ب) تحول البروم من سائل الى بخار يزيد من عشوائية الجزيئات وبالتالي التغير في الانتروبي اكبر من الصفر ($\Delta S > 0$).
جـ) ذوبان الكلوكوز في الماء يؤدي الى انتشار جزيئاته وبالتالي زيادة العشوائية أي التغير في الانتروبي اكبر من الصفر ($\Delta S > 0$).
د) يقلل تبريد غاز النتروجين $80C^o$ الى $20C^o$ من جزيئات N_2 فتقل العشوائية لذا التغير في الانتروبي اصغر من الصفر ($\Delta S < 0$).

س: كيف تتغير انتروبي النظام للعمليات التالية.
أ) تكثيف بخار الماء. ب) تكون بلورات السكر من محلوله فوق المشبع.
جـ) تسخين غاز الهيدروجين من $20C^o$ الى $80C^o$. د) تسامي اليود الصلب.

الأجوبة: أ) تحول بخار الماء الى سائل (تكثيف) يقلل من عشوائية النظام أي يقلل الانتروبي.
ب) تكون بلورات السكر من محلوله فوق المشبع يقلل من عشوائية النظام أي يؤدي الى نقصان في الانتروبي.
جـ) تسخين غاز الهيدروجين من $20C^o$ الى $80C^o$ يزيد من جزيئات الهيدروجين مما يؤدي الى زيادة في العشوائية الانتروبي.
د) التسامي هو تحول من الطور الصلب الى الغازي أي زيادة في الانتروبي.

س/ تنبأ فيما اذا كان التغير في الانتروبي ΔS اكبر او اصغر من الصفر للعمليات الاتية:
أولا : تبريد غاز النتروجين من 85^oC الى 25^oC ج/ (ΔS = -)
ثانيا : ذوبان الكلوكوز في الماء ج/ (ΔS = +)

علل/ يزيد التسخين من انتروبي النظام.
ج/ بسبب زيادة الحركات الانتقالية للجزيئات وكذلك يقوم بزيادة الحركات الدورانية والاهتزازية.

علل/ زيادة درجة الحرارة احدى وسائل زيادة الانتروبي ؟
ج/ لان زيادة درجة الحرارة تزيد من الطاقة الحركية للجزيئات وبالتالي يزداد الحجم والانتروبية.

- تبريد غاز H_2 من 90^oC الى 30^oC يؤدي الى نقصان في الانتروبي.
- تجمد كحول الاثيل يؤدي الى نقصان في الانتروبي.
- تبخر سائل البروم يؤدي الى زيادة في الانتروبي.

علاقة تروتن : وجد العالم تروتن ان قيمة ΔS vap لأغلب السوائل عند درجة غليانها تساوي قيمة ثابتة هي ($\frac{85J}{K}$. mol) وتصبح العلاقة

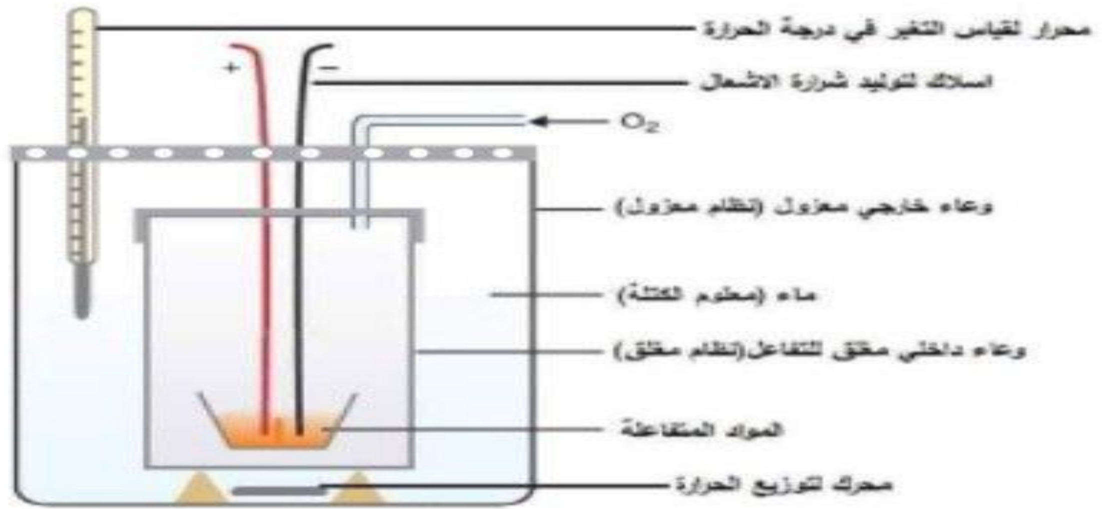
$$\Delta S\ vap = \frac{85J}{K} . mol = \frac{\Delta Hvap}{Tb}$$

علل : قيمة ΔSvap لمعظم السوائل قيمة ثابتة وهي 85J/K.mol .

ج : لوجود تشابه في حركة جزيئات السوائل وتركيبها وحركة ابخرتها .

قيمة ΔSvap لمعظم السوائل قيمة ثابتة وهي 85J/K.mol .

❖ رسم يوضح المسعر الحراري



الشكل 1–2
المسعر الحراري المستخدم لقياس انثالبي التفاعلات تحت ضغط ثابت .

الفصل الثاني (الاتزان الكيميائي)

التفاعلات غير الانعكاسية: وهي التفاعلات الكيميائية والتي يتم فيها (عند ظروف معينة استهلاك احد او جميع المواد المتفاعلة استهلاكا تاما ولا يمكن للمواد الناتجة عند ظروف التفاعل نفسها القدرة على ان تتفاعل لتكوين المواد التي تكونت منها . مثل احتراق بنزين السيارات .

التفاعلات الانعكاسية : هي التفاعلات التي يتم فيها تحول المواد المتفاعلة الى نواتج في بداية التفاعل ويكون للمواد الناتجة المقدرة على ان تتفاعل مع بعضها لتكوين المواد التي تكونت منها مرة أخرى.

الاتزان الكيميائي : هي حالة اتزان ديناميكي (حركي) وليست حالة اتزان ستاتيكي (ساكن) أي ان التفاعل مستمر وبكلا الاتجاهين الامامي والخلفي بالمقدرة والسرعة ذاتها.

التفاعلات الانعكاسية المتجانسة : هي التفاعلات التي يكون فيها المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في طور واحد وهي تجري دائما في نظام مغلق .

التفاعلات الانعكاسية غير المتجانسة : هي التفاعلات التي يكون فيها المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في طور مختلف وهي تجري دائما في نظام مغلق .

قانون فعل الكتلة : عند ثبوت درجة الحرارة فان سرعة التفاعل الكيميائي في أي اتجاه كان تتناسب طرديا مع التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة والناتجة مرفوع الى اس يمثل عدد المولات الموضوع امام كل مادة في المعادلة الكيميائية .

س : وضح الفرق بين ΔG و ΔG^o واكتب العلاقة بينهما ومتى تكون قيمة $\Delta G = \Delta G^o$ اثبت ذلك حسابيا؟

ج / ΔG مقدار التغير بالطاقة الحرة مقاسة بظروف غير قياسية.

ΔG^o هي مقدار التغير بالطاقة الحرة المقاسة بظروف قياسية.

العلاقة بينهما:

$$\Delta G = \Delta G^o + RT\ lnQ$$

تكون قيمتهما متساوية عندما تكون قيمة حاصل التفاعل = 1

$$\Delta G = \Delta G^o + RT\ lnQ$$
$$\Delta G = \Delta G^o + RT\ ln1$$
$$\Delta G = \Delta G^o + RT \times 0$$
$$\Delta G = \Delta G^o$$

قاعدة لوشاتلية : اذا اثر مؤثر خارجي مثل تغير التركيز او الحجم او الضغط او درجة الحرارة على تفاعل ما في حال الاتزان فان هذا التفاعل يتجه بالاتجاه الذي يقلل من تأثير ذلك المؤثر ليصل التفاعل الى حالة الاتزان الجديدة.

ملاحظات:

- ❖ Δng قيمة سالبة يعني عدد مولات التفاعل اكثر من عدد مولات النواتج.
- ❖ Δng قيمة موجبة يعني عدد مولات النواتج اكثر من عدد مولات المتفاعلات.
- ❖ $\Delta ng = 0$ يعني عدد مولات والنواتج = عدد مولات المتفاعلات (هنا ليس هناك تأثير لزيادة او نقصان الضغط).
- ❖ زيادة الضغط يعني نقصان الحجم والعكس بالعكس (علاقة عكسية قانون بويل).
- ❖ أي مادة صلبة او سائلة او محلول مائي تهمل في قاعدة لي شاتلي (تحذف)

املأ الفراغات الاتية بما يناسبها :

- في التفاعل الاتي $2NH_3 + 92KJ \rightleftharpoons 3H_{2(g)} + N_{2(g)}$ فان خفض درجة الحرارة يؤدي الى زيادة تركيز المواد الناتجة.
- اذا كانت قيمة ثابت الاتزان K_c لنظام متزن عند 500C تساوي 2×10^{-15} وقيمته عند 200C يساوي 2×10^{-12} ذلك يدل على ان التفاعل باعث للحرارة .
- في التفاعل الاتي $CH_3OH + 127KJ \rightleftharpoons 2H_{2(g)} + CO_{(g)}$ عندما يضاف الهيدروجين الى هذا النظام فان حرارة التفاعل ترتفع.
- في التفاعلات الانعكاسية الباعثة للحرارة يزاح موضع الاتزان نحو تكوين المواد المتفاعلة في التفاعل عند زيادة درجة الحرارة
- في التفاعل المتزن $2CO_{(g)} \rightleftharpoons C_{(s)} + CO_{2(g)}$ فأن خفض الضغط يزيد من استهلاك CO_2
- في التفاعل المتزن الاتي : $2NO_2 \rightleftharpoons 180KJ + O_2 + N_2$ فأن رفع درجة الحرارة لأثناء التفاعل يعمل على زيادة قيمة K_c. (زيادة النواتج يعني زيادة قيمة K_c)
- التغير بالضغط لا يؤثر على حالة الاتزان للتفاعل $2NO_2 \rightleftharpoons O_2 + N_2$ (مولات النواتج = مولات المتفاعلات)
- للتفاعل المتزن : طاقة + $2HCl \rightleftharpoons H_{2(g)} + Cl_{2(g)}$ يمكن زيادة تركيز HCl عند خفض الحرارة للتفاعل.
- في تفاعل ما وجد ان قيمة $K_c = 1 \times 10^{28}$ يدل على ان موضع التفاعل في اتجاه تكوين النواتج. (كلما K_{eq} كبيرة تجاه النواتج صغيرة تجاه المتفاعلات).
- عندما تكون K_p اصغر من K_c فأن مجموع عدد المولات المتفاعلة اكبر من عدد مولات الناتجة.
- اذا كان حاصل التفاعل عند نقطة معينة من التفاعل اصغر من ثابت الاتزان للتفاعل فان التفاعل يتجه نحو النواتج.
- عند رفع الضغط الكلي على حالة اتزان التفاعل فيه عدد مولات الغازات المتفاعلة اصغر من عدد مولات الناتجة فأن التفاعل يتجه نحو المتفاعلة .
- العلاقة بين ثابت الاتزان وتراكيز النواتج طردية .

- عند خفض الضغط في تفاعل فيه ($\Delta ng = -1$) التفاعل ينزاح نحو المتفاعلات وثابت الاتزان لا يتأثر.
- تفاعل فيه $K_c = 4$ عند سحب النواتج من خليط الاتزان فأن ثابت الاتزان لا يتأثر.
- عندما $\Delta ng = 0$ لا يكون للضغط المسلط على التفاعل تأثير على حالة الاتزان.
- يترجح التفاعل الخلفي لتفاعل متزن ماص عند تبريد اناء التفاعل.

- في التفاعلات الماصة تزداد تراكيز المواد الناتجة عند زيادة درجة الحرارة.
- في تفاعل متزن وجد $K_c = \frac{K_p}{RT}$ مما يدل على مجموع عدد مولات المواد الغازية الناتجة اكبر من مجموع مولات المواد الغازية المتفاعلة.

فكرة عن نقطة السابقة (العلاقة بين K_p و K_c هي كالاتي $K_c = K_p(RT)^{-\Delta ng}$) ولان RT نزلت للمقام يعني الاس بقي سالب ولكي يبقى سالب يجب ان تكون قيمة Δng موجبة وهي لا تكون موجبة الا في حالة النواتج اكبر من المتفاعلات.

- عند خفض الضغط في خليط متزن ($\Delta n_g=-1$) فالتفال ينزاح نحو .... وثابت الاتزان K_c .... (الخلفي، لا يتأثر).
- زيادة درجة الحرارة على تفاعل متزن باعث للحرارة يؤدي إلى ترجيح التفاعل .... (الخلفي).
- عند تقليل الضغط في خليط متزن ($\Delta n_g=-1$) فالتفاعل ينزاح نحو .... (المتفاعلات) وثابت الاتزان K_c .... (لا يتأثر).
- تتوقف العلاقة بين K_c و K_p على قيمة .... (Δng تغير عدد المولات).
- يترجح التفاعل .... لتفاعل متزن ماص للحرارة عند تبريد اناء التفاعل (الخلفي).

علل كل مما يأتي (على الاغلب تعليل وزاري):

1/ في التفاعل المتزن طاقة + B $\rightleftharpoons$ A لا تتغير حرارة التفاعل عند زيادة الضغط الكلي.

ج/ وذلك لان عدد مولات المواد الناتجة وعدد مولات المواد المتفاعلة متساوي لذا لن يتأثر موضع الاتزان وبالتالي لن تتغير حرارة التفاعل لان كمية الحرارة المفقودة = كمية الحرارة المكتسبة.

2/ قيمة ثابت الاتزان للتفاعلات غير الانعكاسية تكون كبيرة جدا.

ج/ وذلك لان التفاعلات غير الانعكاسية يكون احد تراكيزها او جميعها للمواد المتفاعلة = صفر لانها تستهلك تماما لذا فالكمية الناتجة تكون كبيرة وبالتالي قيمة ثابت الاتزان كبيرة

3/ ترتفع درجة حرارة تفاعل ماص عندما $K_c = 0.3$ و $Q = 1$.

ج/ لان قيمة Q اكبر من قيمة K_c فالتفاعل سيتجه نحو المتفاعلات (الخلفي) الذي هو باعث للحرارة في التفاعل أي تصبح كمية الحرارة المنبعثة اكبر من كمية الحرارة الممتصة.

4/ يعد التفاعل باعثا للحرارة اذا انخفضت قيمة K_c للتفاعل عند زيادة درجة الحرارة.

ج/ لانه كما هو معروف في التفاعلات الباعثة عند زيادة درجة الحرارة سيتجه التفاعل نحو المتفاعلات وبالتالي عند اتجاه التفاعل نحو المتفاعلات تقل قيمة ثابت الاتزان K_c.

5/ قيمة K_c ترتفع عند رفع درجة حرارة التفاعل في حالة التفاعلات الماصة للحرارة.

ج/ لان في التفاعلات الماصة للحرارة عند زيادة درجة الحرارة يتجه التفاعل نحو الامام أي تزداد تراكيز النواتج وتقل تراكيز المتفاعلات وان K_c تزداد بزيادة تركيز النواتج.

6/ زيادة الضغط على خليط متوازن ($\Delta ng = 1$) فان الاتزان يتجه باتجاه المتفاعلات.

ج/ Δng قيمتها موجبة يعني عدد مولات النواتج اكبر وعند زيادة الضغط يتجه نحو العدد الأقل أي نحو المواد المتفاعلة.

7/ تتوقف بعض التفاعلات تماما بينما تظهر تفاعلات أخرى وكأنها متوقفة.

ج/ التفاعلات التي تتوقف هي تامة لانه يحدث استهلاك تام للمواد المتفاعلة جميعها او أحد منها ام التي تظهر وكأنها متوقفة فهي تفاعلات مستمرة باتجاهين وصلت الى حالة الاتزان وأصبحت التراكيز ثابتة.

8/ تقليص الحجم على خليط متوازن $\Delta n_g=-1$ فإن الاتزان ينزاح باتجاه النواتج .

ج/ بما ان $\Delta n=-1$ اذن عدد مولات المتفاعلات اكبر من عدد مولات النواتج إذن تقليص الحجم يرجح التفاعل نحو عدد المولات الأقل لذلك يترجح التفاعل نحو النواتج اذن التفاعل (امامي) وثابت الاتزان لا يتأثر.

9/ في التفاعل المتزن : $SOCl_2$ + طاقة $\rightleftharpoons$ SO_2 + Cl_2

ترتفع حرارة التفاعل عند إضافة SO_2 الى الخليط.

ج/ لانه بإضافة SO_2 الى الخليط يتجه التفاعل الى الخلف وبما ان التفاعل ماص هذا يعني ان الخلفي باعث وبالتالي باتجاه التفاعل الى الخلف ترتفع درجة الحرارة (لان كمية الحرارة المتصة اكبر من الحرارة المنبعثة).

س/ ما العلاقة بين حاصل التفاعل (Q) وثابت الاتزان (Kc).

1) اذا كان kc اكبر من Q فالتفاعل يسير بالاتجاه الامامي.



$Q < Kc$

2) اذا كان Kc اصغر من Q فالتفاعل يسير بالاتجاه الخلفي.



$Q > Kc$

3) اذا كان $Kc = Q$ فالتفاعل في حالة اتزان.

الفصل الثالث (الاتزان الايوني)

س/ ما هي المميزات او الصفات العامة للالكتروليتات ؟
1ـ قابلية محاليلها على التوصيل الكهربائي سواء كانت منصهرة او على شكل محلول.
2ـ تكون محصلة الشحنة لمحاليلها = صفر أي انها متعادلة.
3ـ عند ذوبانها في الماء محلولها يتضمن ايونات موجبة وسالبة.
4ـ تعتمد قابليتها للتوصيل الكهربائي طبيعة الايونات المكونة وعلى تركيز الايونات ودرجة الحرارة.

المواد الغير الالكتروليتيه : وهي المواد التي عند ذوبانها في الماء لا تتفكك الى ايونات وتكون محاليلها المائية غير موصلة للتيار الكهربائي.

❖ تصنف الالكتروليتات الى صنفين :
- الالكتروليتات القوية : وهي الالكتروليتات التي ينتج عند ذوبانها في الماء محاليل عالية التوصيل الكهربائي علل ((وذلك بسبب تفككها التام في محاليلها المائية)).
- الالكتروليتات الضعيفة : هي الالكتروليتات التي ينتج عند ذوبانها في الماء محاليل ضعيفة التوصيل الكهربائي علل ((لكونها تتأين بشكل محدود في الماء)).

س/ علام تعتمد قابلية المحلول الالكتروليتي للتوصيل الكهربائي ؟ عددها.
1. طبيعة الايونات المكونه له.
2. تركيز الايونات في المحلول.
3. درجة حرارة المحلول.

علل/ بتخفيف التركيز تزداد درجة التفكك؟
ج/ لان عملية التخفيف تؤدي الى تفكيك المذاب ونقصان في كمية الجزء غير المتفكك.

حوامض أحادية البروتون : هي الحوامض التي تمتلك ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين ويكون لها ثابت تفكك واحد مثل حامض الخليك CH_3COOH – الهيدروفلوريك HF.

حوامض متعددة البروتون : هي الحوامض التي تمتلك اكثر من ذرة هيدروجين قابلة للتأين ويكون لها اكثر من ثابت تفكك بمقدار عدد البروتونات التي تمتلكها مثل حامض الاوكزاليك $H_2C_2O_4$ – حامض الفسفوريك H_3PO_4.

التأين الذاتي للماء : هو تفاعل كيميائي يتم فيه انتقال البروتون من جزيئة ماء الى جزيئة اخر لتكوين ايون الهيدرونيوم H_3O^+ و OH^-.

البرتنة : عملية انتقال البروتون من جزيئة ماء الى جزيئة ماء أخرى بصورة تلقائية وهي مسؤولة عن الصفة الامفوتيرية للماء.

تفاعل التعادل : هو تفاعل حامض مع قاعدة الناتج نتيجة اتحاد ايونات H+ مع ايونات OH- وتكون ملح مع الايونات الموجبة للقاعدة والايونات السالبة للحامض .

التمذوب : يقصد به تفاعل المادة مع المذيب المستعمل لاذابتها وغالبا ما تحدث بالمحاليل المائية وتدعى بالتحلل المائي.

س/ ما المقصود بالتحلل المائي؟

ج/ هو تفاعل المراد اذبتها مع الماء حيث تتضمن التفاعل مع ايونات H^+ او OH^- .

علل/ المحلول المائي لملح نترات البوتاسيوم KNO_3 ذو صفات متعادلة.

ج/ لانه ملح مشتق من حامض قوي وقاعدة قوية.

علل/ NaCl لا يؤثر على PH الماء.

ج/ لانه ملح متعادل ناتج من تفاعل حامض قوي HCl مع قاعدة قوية NaOH



$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

علل/ تكون المحاليل لاملاح القواعد الضعيفة والحواض القوية ذات صفات حامضية؟

ج/ بسبب قابلية الايون الموجب للملح على التفاعل مع الايون الهيدروكسيد السالب (OH-) وبالتالي يزداد تأين الماء لتعويض النقص وبذلك يزداد تركيز ايون الهيدروجين الموجب (H+) .

علل/ محاليل الاملاح المشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة تكون ذات صفة قاعدية ؟

ج/ بسبب قابلية الايون السالب للملح على التفاعل مع ايون الهيدروجين الموجب (H^+) وبالتالي يزداد تأين الماء لتعويض النقص وبذلك يزداد تركيز ايون الهيدروكسيد السالب (OH^-).

علل/ تزداد درجة تأين الالكتروليت الضعيف عند التخفيف؟

ج/ عند إضافة الماء يقل تركيز الالكتروليت الضعيف لذا يتجة التفاعل نحو التفاعل الامامي لتعويض النقص الحاصل وحسب قاعدة لوشاتلية وبذلك سوف تزداد درجة تأين الالكتروليت الضعيف

علل / تقل درجة تفكك HF عند اضافة ملح NaF اليه . او

علل/ عند اضافة فلوريد الصوديوم NaF الى محلول الهيدروفلوريك HF نلاحظ زيادة في ايونات الفلوريد $[F^-]$ وتزداد قيمة PH .

ج/ عند اضافة NaF الى HF يؤدي الى زيادة تركيز $[F^-]$ وهو ايون مشترك بين المحلولين فتختل حالة الاتزان وحسب قاعدة لو شاتلية سوف يتجه التفاعل بالاتجاة العكسي للتخلص من زيادة ايون الفلوريد $[F^-]$ وبالتالي يقل تفكك حامض HF ويقل تركيز $[H^+]$ للحامض وتزداد قيمة PH .

علل/ ينتج عن ذوبان الالكتروليتات القوية في الماء محاليل عالية التوصيل للكهربائية.

ج/ وذلك لان تتفكك بصورة تامة الى ايونات موجبة وسالبة والتي لها القدرة على التوصيل الكهربائي.

تأثير الايون المشترك: هي ظاهرة تفكك الالكتروليت الضعيف والناتجة من إضافة الكتروليت قوي يحوي احد ايونات الالكتروليت الضعيف في نفس المحلول.

المحاليل المنظمة (محلول بفر): محلول مائي مكون من مزيج لحامض ضعيف مع احد املاحه او قاعدة ضعيفة مع احد املاحها لهذا المزيج القابلية على مقاومة الاس الهيدروجيني PH عند إضافة كمية صغير من حامض قوي او قاعدة قوية.

العوامل المؤثرة على الذوبانية:

1) تأثير درجة الحرارة: تزداد ذوبانية معظم المواد شحيحة الذوبان بزيادة درجة الحرارة لكن الزيادة تختلف من مادة الى أخرى.

2) تأثير الايون المشترك: حسب قاعدة لي شاتليه يمكن للاملاح شحيحة الذوبان ان تنخفض بوجود زيادة من ايونات مشتركة لهذه المادة في المحلول وبالتالي التحكم بعملية ذوبان الراسب.

3. تأثر الاس الهيدروجيني: تعتمد ذوبانية كثير من المواد على تركيز H^+ ومن اهم المواد التي يشكل ايون الهيدروكسيد احد مكوناته مثل هيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$ وهيدروكسيد الخارصين $Zn(OH)_2$ حيث تتغير مقدار ذوبانية هذه المواد مع تغير قيم PH للمحلول. لاحظ مثلا هذه المعادلة

$$Mg(OH)_2 \rightleftarrows Mg^{+2} + 2OH^-$$

علل / محاليل الاملاح المشتقة من الحوامض القوية والقواعد القوية تكوم محاليل متعادلة.

ج/ وذلك لان ليس لأيوناتها الموجبة او السالبة القابلية على التفاعل بشكل ملحوظ مع جزيئات الماء فتبقى $[H^+] = [OH^-]$ ثابت لكل منهما.

- يكون المحلول المائي لملح NaCl متعادل وذلك لانه ملح مشتق من حامض قوي وقاعدة قوية.
- 0.5 لتر من محلول نترات البوتاسيوم KNO_3 بتركيز 0.1M فان قيمة PH المحلول يساوي 7.
- لتر من محلول نترات البوتاسيوم $NaNO_3$ بتركيز 0.05M فان قيمة PH المحلول يساوي 7.
- عند اذابة ملح كلوريد الامونيوم NH_4Cl في الماء يكون المحلول الناتج ذا صفة حامضية.

الفصل الرابع (الكيمياء الكهربائية)

تقسم الخلايا الكهروكيميائية الى نوعين:

1- الخلايا الكلفانية (الفولتية).

2- الخلايا الالكتروليتية.

الخلايا الكلفانية : هي تلك الخلايا التي تتحول فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية من خلال تفاعل كيميائي يجري تلقائيا وتسمى ايضا بالخلية الفولتية من الأمثلة عليها النضائد والبطاريات.

الأنود : هو القطب الموجب للخلية الكهروكيميائية والذي تجري عنده عملية التأكسد ويكون مصدر للإلكترونات.

الكاثود: هو القطب السالب للخلية الكهروكيميائية والذي تجري عنده عملية الاختزال حيث تتحول إليه الالكترونات من الأنود عبر سلك خارجي.

الخلايا الالكتروليتية : هي الخلايا المستهلكة للتيار الكهربائي وفيها تتحول الطاقة الكهربائية الى طاقة كيميائية وتجري تفاعلاتها بشكل غير تلقائي ولها تطبيقات مهمه في الصناعة وله اهمية في التحليل الكهربائي والطلاء الكهربائي وتنقية الفلزات .

جسر ملحي : عبارة عن انبوب زجاجي على شكل حرف U مقلوب يحتوي محلول الكتروليتي خامل يثبت بداخل الانبوب بمادة تدعى الاكار واهميته:

- ❖ اكمال الدائرة الكهربائية.
- ❖ توصيل محلولي القطبين دون امتزاجهما اي تتحرك الأيونات من خلاله من وعاء إلى آخر.

الأكار: مادة صمغية نحصل عليها من الطبيعة لها استخدامات متعددة تصبح سائلة عند تسخينها وصلبة بدرجة حرارة الغرفة تستعمل لتثبيت المادة الالكتروليتية الخاملة داخل الجسر الملحي.

جهد القطب : وهو فرق الجهد الحاصل بين لوح العنصر ومحلول أيوناته ويقسم إلى:

- ❖ جهد التأكسد: هو مقدار ميل المادة نحو فقدان الالكترونات.
- ❖ جهد الاختزال: هو مقدار ميل المادة نحو اكتساب الالكترونات.

س/ مما يتكون قطب الهيدروجين القياسي (SHE) ما اهميته .

ج/ يتكون من انبوبة زجاجية يمرر بها غاز الهيدروجين على شكل فقاعات عند الظروف القياسية في محلول يحتوي ايونات H^+ مثل HCl بتركيز 1M. وتحتوي الانبوبة في اسفلها على قطعة بلاتين مغطاة بطبقة خشنة من البلاتين متصلة بسلك من البلاتين.

اهميته : تم اختياره كقطب الهيدروجين مرجع لانه جهده القياسي معلوم = صفر وهو ذو نشاط كيميائي متوسط بين العناصر يمكن استخدامه مرة كقطب انود ومرة كقطب كاثود.

س / ما فائدة قطب الهيدروجين القياسي .
ج / يستخدم لقياس الجهود القياسية للاقطاب الاخرى.

علل / تم اختيار قطب الهيدروجين كقطب مرجع.
ج/ لانه جهده القياسي معلوم = صفر .

علل/ لماذا يستخدم البلاتين في صنع قطب الهيدروجين القياسي؟
ج/ لأنه مادة خاملة لا تعاني تأكسد واختزال وأيضا يقوم بمهمتين:
- توفير سطح للقطب يمكن تفكك جزيئات الهيدروجين عليه.
- توفير وسيلة لحدوث توصيل كهربائي مع الدائرة الخارجية.

س / عند مضاعفة تفاعل الاختزال او التأكسد لا يضاعف جهد القطب .
ج / وذلك لان جهد القطب خاصية مركزة لا تعتمد على كمية المادة.

علل / يجب ان يكون جهد الخلية الكلفانية موجبا .
ج / وذلك لان الخلية الكلفانية تكون تفاعلات اقطابها تلقائية اي ان $(E^{o}cell = +)$

معادلة نيرنست : هي العلاقة التي تربط جهد الخلية غير القياسي (Ecell) مع جهد الخلية القياسي $(E^{o}cell)$ عندما تكون جميع المواد المشاركة ذات تركيز لا تساوي الواحد الصحيح وفي درجات حرارية مختلفة .

الطلاء الكهربائي : طريقة يستخدم بها التحليل الكهربائي لطلاء فلز معين بطبقة رقيقة من فلز آخر ويستخدم لحماية المعادن من الصدأ.
- مهم جدا تعتمد جودة الطلاء الكهربائي على عاملين مهمين.
  - شدة التيار الكهربائي المستخدم ضعيفة.
  - تركيز أيونات الفلز المراد الطلاء به قليل.

س/ ما الفرق بين الخلية الكلفانية (دانيال) وخلايا التحليل الكهربائي .

الخلية الكلفانية	خلية التحليل الكهربائي
1ـ تستخدم التفاعل الكيميائي للحصول على طاقة كهربائية.	1ـ تستخدم الطاقة الكهربائية للحصول على التفاعل الكيميائي.
2ـ تفاعلاتها تلقائية $\Delta G = -$	2ـ تفاعلاتها غير تلقائية $\Delta G = +$
3ـ يستخدم فيها جسر ملحي	3ـ لا يستخدم فيها جسر ملحي
4ـ يكون فيها انتقال الالكترونات عبر السلك الموصل بينما تنتقل الأيونات عبر الجسر الملحي.	4ـ تنتقل فيها الالكترونات من مصدر الجهد (البطارية) بواسطة الأيونات الموجبة أو السالبة الموجودة في المحلول الالكتروليتي.
5ـ مثال عليها: خلية دانيال ـ البطاريات (بطاريات تشغيل السيارات)	5ـ مثال عليها: خلايا التحليل الكهربائي والطلاء الكهربائي.

قـانون فـارادي الأول : تتناسـب كـتلـة أي مـادة تترسـب علـى الكـاثود أو تـذوب مـن الأنـود أو تتحـرر كغازات مع كمية الكهربائية التي تمر خلال الخلية الكهربائية.

قانون فارادي الثاني : تتناسب كتلة اي مادة تترسب على الكاثود او تذوب من الانود او تتحرر كغازات مع استخدام نفس الكمية من الكهربائية مع الكتل المكافئة للمواد المختلفة.

❖ عادة تسمى الخلايا الكلفانية بالبطاريات وتصنف نوعين:

1. بطاريات اولية لا يمكن شحنها. 2. بطاريات ثانوية يمكن شحنها.

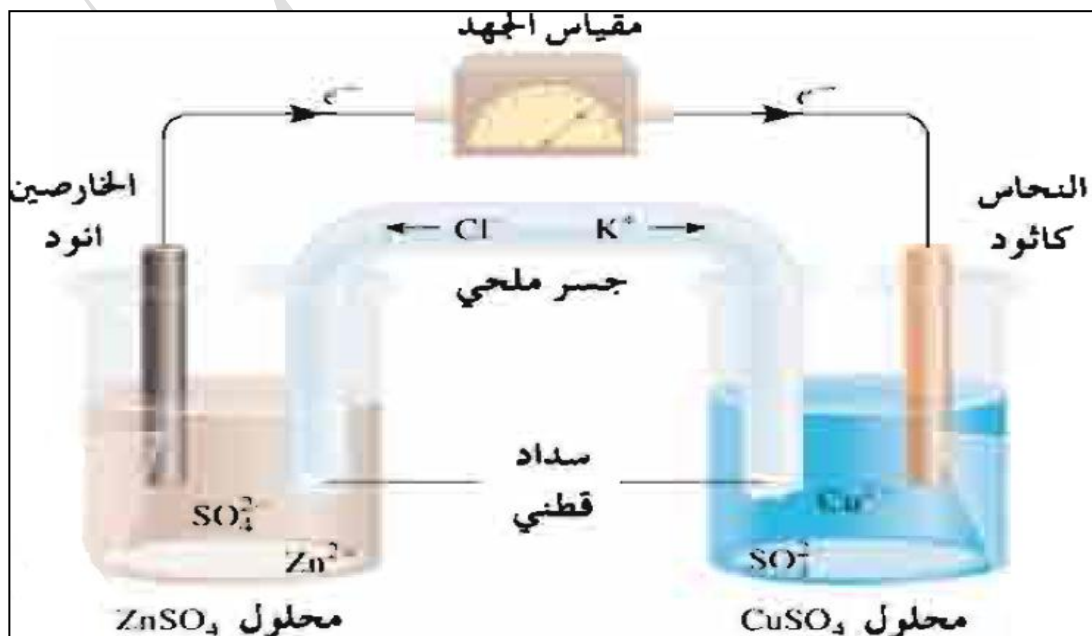
س/ كيف يمكن إعادة شحن بطارية الخزن الرصاصية؟
ج/ يمكن اعادة شحن البطارية بإمرار تيار كهربائي خارجي لعكس تفاعل الخلية.

س / ماهي مواصفات الخلية الجافة ؟ او
س / ما مواصفات واستعمالات الخلية الجافة ؟

1. تعطي جهد 1.48V 2. غير قابلة للشحن. 3. تستخدم في اجهزة راديو الحاسوب.

س/ ماهي مكونات خلية دانيال الاساسية (خلية كهروكيميائية كلفانية) .
تعتبر خلية دانيال من اشهر وابسط الخلايا الكلفانية ومكوناتها الأساسية:

1. لوح الخارصين مغمور في محلول كبريتات الخارصين وهو القطب الموجب الذي تجري عليه عملية التأكسد.
2. لوح النحاس مغمور في محلول كبريتات النحاس وهو القطب السالب الذي تجري عليه عملية الاختزال.
3. سلك خارجي يحدث فيه انتقال الالكترونات من الانود الى الكاثود.
4. جسر ملحي: عبارة عن انبوب زجاجي على شكل حرف U مقلوب يحتوي محلول الكتروليتي خامل يثبت بداخل الانبوب بمادة تدعى الاكار واهميته:
   أ. اكمال الدائرة الكهربائية.
   ب. توصيل محلولي القطبين دون امتزاجهما اي تتحرك الأيونات من خلاله من وعاء إلى آخر.



الفصل الخامس (الكيمياء التناسقية)

س / لماذا توجد ليكندات أحادية المخلب وليكندات ثنائية المخلب؟
ج/ لانه يوجد مركبات او ايونات عناصر تحتوي مزدوج الكتروني واحد لها القابلية على الارتباط بالاوربيتال الفارغ في العنصر الفلزي وتسمى بذلك ليكندات أحادية المخلب مثل الكلوريد والامونيا.
وأيضا يوجد في مركبات تحتوي مزدوجين الكترونين لهما القابلية على الارتباط بالاوربيتالات الفارغة في العنصر الفلزي وتسمى بذلك ليكندات ثنائية المخلب مثل النتراتو NO_3^-.

س/ ما الفرق بين تكافؤ المركبات البسيطة والمعقدات التناسقية.
ج/ ان الذرة المركزية في المركبات البسيطة تملك تكافؤ واحد هو عدد التأكسد في حين الذرة المركزية في المركبات التناسقية تملك تكافئين احدهما عدد التناسق والأخر عدد التأكسد.

س/ المعقدات التناسقية المتعادلة لا تتأين في الماء.
ج/ لعدم وجود ايونات في مجال التأين حيث تكون الذرة المركزية وجميع الليكندات المرتبطة بها داخل مجال التناسق.

س/ ما الفرق بين ايونات الكلور الموجودة في المعقد التناسق $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$ من حيث قابليتهما على التأين مع تفسير ذلك.
ج/ ان الايونين الموجودين خارج مجال التناسق ايونات بالإمكان ترسيبهما لانهما يقعان في مجال التأين أي لهما قابلية على التأين
اما الايون الموجود داخل المعقد فأنه ضمن مجال التناسق وغير قابل للتأين بالتالي لا يمكن ترسيبه.

الليكند : جزئ او ايون سالب الشحنة او متعادل يرتبط بالايون المركزي من خلال ذرة او اكثر مانحا للمزدوج الالكتروني وعندما يهب مزدوج واحد يسمى احادي المخلب او يهب مزدوجين يسمى ثنائي المخلب او اكثر يدعى متعدد المخلب.

الايون المركزي : ذرة مركزية مستقبلة للمزدوجات الالكترونية وعادة تكون فلزا يرتبط كيميائيا بالليكند باصرة تناسقية.
المعقد التناسقي : هو المركب الناتج من اتحاد الايون المركزي مع عدد من اللكندات بواسطة اصرة تناسقية.
عدد التناسق : هو عدد الجزيئات او الايونات او الليكندات التي ترتبط بالايون المركزي مضروبا في عدد المخالب التي يملكها الليكند أي انه يساوي عدد الاواصر التناسقية واكثر اعداد التناسق شيوعا 2 و4 و6 اما اعداد التناسق الفردية فهي نادرة جدا.

مجال التناسق : هي اقواس مربعة [ ] للتعبير عن المركب المعقد جزيئيا بحيث تكون الذرة المركزية والليكندات المتصلة به داخل هذه الاقواس ويعرف أيضا بالمجال الداخلي اما الجزء الذي يكتب خارج هذه الاقواس المربعة يعرف بمجال التأين.

عدد أنواع الليكندات مع مثال لكل نوع :

❖ **ليكندات أحادية المخلب :** هي عبارة عن ايونات سالبة او جزيئات متعادلة قادرة على منح مزدوج الكتروني واحد الى ايون الفلز الموجب وهي تحوي على ذرة واحدة قابلة للارتباط بالذرة المركزية مثل الايونات Cl^- و Br^- وجزيئات مثل الامونيا والماء والكيل مين RNH_2.

❖ **ليكندات ثنائية المخلب :** هي عبارة عن ايونات سالبة او جزيئات متعادلة قادرة على منح اكثر من مزدوج الكتروني الى ايون الفلز الموجب مكونة مركبات حلقية مثل ايون الاوكزالات $C_2O_4^{-2}$ وجزيئة اثلين ثنائي امين $NH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$ وايون الكاربوكسيل $RCOO^-$.

❖ **ليكندات متعددة المخلب :** وتشمل ليكندات معقدة تحتوي 3 او 4 واحيانا اكثر من ذلك من الذرات التي لها القدرة على المساهمة في بناء أواصر تناسقية مثل ليكند اثيلين ثنائي امين رباعي حامض الخليك (EDTA) حيث يعتبر سداسي السن وذلك لاحتوائه ست ذرات قادرة على الارتباط التناسقي.

❖ **الليكندات الكليتية :** هي الليكندات التي ترتبط بأكثر من موقع في ان واحد مع نفس الفلز المركزي.

قاعدة العدد الذري الفعال : هو مجموع عدد الالكترونات الموجودة على الفلز او الايون المركزي والالكترونات الممنوحة من الليكندات.

س / ما الذي يميز العناصر الانتقالية عن العناصر المماثلة :

1- لها اوربيتالات d او f مملوءة جزيئيا لذلك تصنف العديد من جزيئاتها بالصفات البارا مغناطيسية.
2- لها حالات تأكسد متعددة.
3- العديد من مركباتها ملونة.
4- لها ميل كبير لتكوين ايونات او مركبات معقدة.

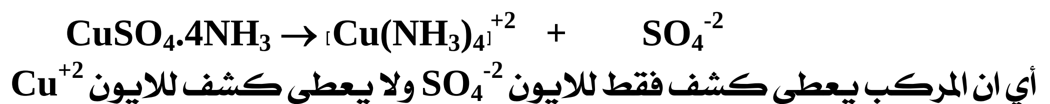
س/ ما هو الفرق بين الاملاح المزدوجة والمركبات المعقدة (المركب التناسقي).

أ- الملح المزدوج :

هو مركب إضافة مستقر يعطي عن اذابته في الماء الايونات المكونة له كافة وفي هذه الحالة يحتفظ كل ايون بصفاته المستقلة وعلى سبيل المثال ملح مور المزدوج $FeSO_4.(NH_4)_2SO_4.6H_2O$
يعطي ايونات Fe^{+2} و NH_4^+ و SO_4^{-2} والتي يمكن التأكد من وجودها في المحلول باستخدام الطرائق الشائعة للكشف عنها.

ب- المركب التناسقي :

هو مركب إضافة مستقر ولكنه لا يعطي كافة الايونات المكونة له عند ذوبانه في الماء وفي هذه الحالة فان الصفات المستقلة لقسم من الايونات المكونة له سوف تختفي. على سبيل المثال عند اذابة المركب التناسقي $CuSO_4.4NH_3$ فانه لن يعطي الايونات التي تكون منها (Cu^{+2} و SO_4^{-2}) بل يعطي ايون SO_4^{-2} فقط بينما يبقى الايون Cu^{+2} ضمن الايون المعقد $[Cu(NH_3)_4]^{+2}$ وعلى وفق المعادلة ادناه



$$CuSO_4.4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{+2} + SO_4^{-2}$$

أي ان المركب يعطي كشف فقط للايون SO_4^{-2} ولا يعطي كشف للايون Cu^{+2}

علل/ يصنف المركب $Fe(NH_3)_2(SO_4)_2$ كملح مزدوج؟
ج/ لان عند ذوبانه في الماء يعطي جميع ايوناته (SO_4^{-2} , NH_4^{+} , Fe^{+2}) التي تحتفظ كلا منها بخواصها المستقلة.

علل / يصنف المركب $K_3[Fe(CN)_6]$ كمركب معقد (مركب تناسقي)؟
ج/ لان عند ذوبانه في الماء لايعطي جميع الايونات التي كونته حيث يختفي ايون Fe^{+3} ضمن الايون المعقد $[Fe(CN)_6]^{-3}$. فلا تحتفظ بخواصها المستقلة. اما K^{+} فيعطي الكشف له.

علل/ أصبحت دراسة المركبات التناسقية من المجالات المهمة في الكيمياء اللاعضوية؟
ج/ لما تتميز به من الوان مختلفة وخواص مغناطيسية وتفاعلات متعددة حيث تلعب هذه المركبات دورا في الصناعة والزراعة والطب والصيدلة.

علل/ تزدوج الالكترونات لفلز انتقالي من سلسلة 4d و 5d سواء كان الليكند ضعيفا ام قوي؟
ج/ بسبب الحجم الكبير للايون الفلزي لهذه السلسلتين.

س/ ما الفرق بين ملح مور $FeSO_4.(NH_4)_2SO_4.6H_2O$ والمعقد التناسقي $K[FeCl_4]$.
ج/ ملح مور $FeSO_4.(NH_4)_2SO_4.6H_2O$
عند اذابته في الماء يعطي كافة الايونات المكونة له التي تحتفظ بصفاتها المستقلة.
اما المعقد التناسقي $K[FeCl_4]$
عند اذابته في الماء لا يعطي كافة الايونات المكونة له في الماء حيث تختفي بعض الصفات المستقلة لبعض ايوناته.